

Titrage de l'Ascofer® 33 mg

Objectifs :

- Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction.
- Réaliser un titrage direct avec repérage colorimétrique de l'équivalence pour déterminer la quantité de matière d'une espèce dans un échantillon.
- Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une approche statistique (type A) ou / et par approche probabiliste (type B) .
- Comparer l'acceptabilité d'un résultat de mesure à une valeur de référence.

Compétences engagées :

S'approprier :	- Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique étudiée.
Réaliser :	- Mettre en œuvre un protocole expérimental en respectant les règles de sécurité - Utiliser un modèle - Effectuer des procédures courantes (calculs, représentations, collectes de données, etc.)
Valider :	- Identifier des sources d'erreur, estimer une incertitude, comparer à une valeur de référence

Extraits du BO :

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Incertitude-type. Écriture du résultat. Valeur de référence.	Définir qualitativement une incertitude-type. Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une approche statistique (évaluation de type A). Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une autre approche que statistique (évaluation de type B). Écrire, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat d'une mesure. Comparer qualitativement un résultat à une valeur de référence.
Transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction : oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique.	À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction. Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés. Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction.
Titration avec suivi colorimétrique. Réaction d'oxydo-réduction support du titrage ; changement de réactif limitant au cours du titrage. Définition et repérage de l'équivalence.	Relier qualitativement l'évolution des quantités de matière de réactifs et de produits à l'état final à la quantité de solution titrante ajoutée. Relier l'équivalence au changement de réactif limitant et à l'introduction des réactifs en proportions stœchiométriques. Établir la relation entre les quantités de matière de réactifs introduites pour atteindre l'équivalence. Expliquer ou prévoir le changement de couleur observé à l'équivalence d'un titrage mettant en jeu une espèce colorée. Réaliser un titrage direct avec repérage colorimétrique de l'équivalence pour déterminer la quantité de matière d'une espèce dans un échantillon.

Problématique :

Une personne souffrant d'anémie s'est vu prescrire par son médecin de l'Ascofer[®], complément riche en fer.

Il est indiqué sur la boîte du médicament que chaque gélule contient 33 mg d'ion ferreux Fe²⁺.

Un professeur de physique-chimie propose à ses élèves de 1^{ère} enseignement de spécialité de vérifier la masse d'ions ferreux inscrite sur cette étiquette en réalisant un titrage colorimétrique.

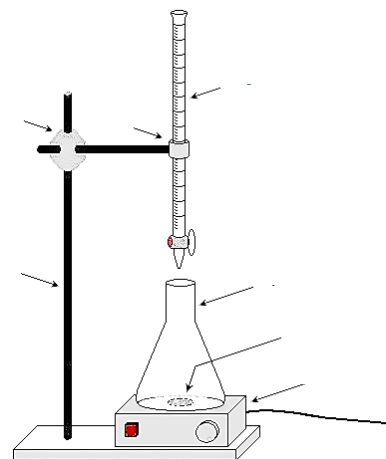


Le professeur donne le protocole suivant à ses élèves :

- Verser le contenu d'une gélule d'Ascofer[®] 33 mg dans une fiole jaugée de 50,0 mL.
- Compléter au 2/3 avec de l'eau distillée. Boucher puis agiter jusqu'à complète dissolution du solide.
- Compléter au trait de jauge. Homogénéiser. Soit S cette solution fabriquée.
- Prélever V₁ = 10,0 mL de solution S à l'aide d'une pipette jaugée et la verser dans un erlenmeyer de 50,0 mL.
- Rajouter un barreau aimanté et mettre sous agitation magnétique modérée.
- Remplir la burette de 25,0 mL avec une solution de permanganate de potassium de concentration molaire parfaitement connue C₂ = 2,00 x 10⁻³ mol.L⁻¹. Ajuster au 0.

Données :

- Couples oxydant/réducteur :
MnO₄⁻(aq) / Mn²⁺(aq)
Fe³⁺(aq) / Fe²⁺(aq)
 - Masse molaire supposée parfaitement connue:
M(Fe) = 55,8 g.mol⁻¹
 - On admettra que l'ion permanganate MnO₄⁻ de couleur violette est la seule espèce colorée intervenant dans la réaction support du titrage.
- 1) Identifier les deux réactifs dans les couples donnés et modéliser leurs transferts d'électrons respectifs en écrivant les deux demi-équations associées.
 - 2) En déduire l'équation de la réaction de titrage et vérifier qu'elle se modélise par :
$$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
 - 3) Légender le montage ci-contre, nécessaire au titrage et préciser les réactifs titrants et titrés
 - 4) Pourquoi doit-on acidifier la solution ?
 - 5) Expliquer comment va varier la couleur de la solution à l'équivalence à l'aide du document 3.
 - 6) En vous inspirant du document 4, procéder au titrage rapide puis précis pour déterminer le volume équivalent V_{eq}.
La solution S a été préalablement réalisée au laboratoire.
 - 7) Etablir le tableau d'avancement de la réaction de titrage et en déduire la relation qui existe entre n(Fe²⁺) et n(MnO₄⁻)_{eq} à l'équivalence.
 - 8) Exprimer puis calculer la valeur de n(Fe²⁺) en fonction de C₂ et V_{eq} en tenant compte des chiffres significatifs.
Remarque : Lorsqu'une grandeur est obtenue par un calcul (multiplication ou division), elle doit comporter autant de chiffres significatifs que la donnée la moins précise. (celle qui en contient le moins). Les constantes telles que des chiffres ou nombres ne sont pas concernées car elles sont considérées comme exactes.



- 9) Toute mesure n'est jamais exacte. Il existe systématiquement une incertitude de mesure que vous allez évaluer en utilisant les documents 3 et / ou 4

Variante A

Incertitude de mesure de type A

Recueillir et noter dans le tableau ci-dessous les valeurs des volumes équivalents mesurées par les autres binômes. Il faut que chaque binôme ait réalisé son titrage colorimétrique dans les mêmes conditions expérimentales et avec le même matériel.

n	1	2	3	4	5	6	7	8
V _{eq} mesuré (mL)								

Après avoir calculé l'incertitude-type de mesure sur V_{eq} (que l'on notera u(V_{eq}), en déduire l'expression du résultat de n(Fe²⁺). On pourra pousser jusqu'à l'incertitude élargie U(V_{eq}).

Variante B

Incertitude de mesure de type B

Après avoir calculé l'incertitude-type de mesure sur V_{eq} (que l'on notera u(V_{eq}), en déduire l'expression du résultat de n(Fe²⁺). On pourra pousser jusqu'à l'incertitude élargie U(V_{eq}).

- 10) Calculer alors la masse d'ions Fe²⁺ assortie de son incertitude contenue dans le volume dosé. On admettra que la masse molaire atomique du fer est parfaitement connue.
- 11) En déduire alors la masse d'ions Fe²⁺ assortie de son incertitude contenue dans une gélule.
- 12) Comparer avec l'étiquette. Le résultat est-il acceptable ? Justifier.
- 13) Question ouverte :
En réalité, le dosage d'une gélule d'Ascofer 33 mg conduit à trouver un volume équivalent d'ions permanganate versés de 120 mL. Proposer une explication de cette différence de volume équivalent à l'aide des 3 documents ci-dessous :

Document 1 : notice de l'Ascofer® 33 mg

Que contient ASCOFER 33 mg, gélule ?

La substance active est :

Ascorbate ferreux.....245 mg
(quantité correspondante en fer.....33 mg)
Pour une gélule.

Les autres composants sont :

Stéarate de magnésium, gélatine, oxyde de fer rouge et oxyde de fer noir (E 172).

Document 2 : couple complexe ion déshydroascorbate / ion ascorbate

L'ion ascorbate est un réducteur dont l'oxydation en ion déshydroascorbate met en jeu un transfert de 2 e⁻.

Document 3 : les colorants E172

L'oxyde de fer rouge et l'oxyde de fer noir sont des colorants contenus dans les deux demi-capsules formant la gélule.



A l'attention des professeurs :

Ce TP a été testé avec une vraie gélule d'Ascofer 33 mg. Hélas des réactions parasites dues à la présence de l'ion ascorbate dans le principe actif faussent les résultats. Effectivement, en plus de l'ion ferreux, l'ion ascorbate qui est le réducteur d'un couple Oxydant / réducteur dont l'oxydant conjugué est l'ion déshydroascorbate est alors également dosé par l'ion permanganate ce qui augmente le volume équivalent. (Ce problème d'ailleurs fait l'objet de la dernière question posé à l'élève qui devra découvrir ce problème). D'autres médicaments comme le Timoférol, le Tardyféron ... ont été testés mais les mêmes problèmes se sont posés donc on a décidé de fabriquer une solution d'ions fer II pour garder la contextualisation.

Ce TP doit être découpé en deux séances de 2h.

Une séance basée uniquement sur la manipulation et la réponse aux questions 1 à 8. La deuxième séance consacrée aux incertitudes de mesure et la réponse aux questions 9 à 13. D'autre part, pour évaluer l'incertitude de type A (répétabilité), il faudrait que chaque binôme qui dose, utilise le même matériel. Ceci pose un problème de temps. On admettra alors que chaque binôme utilise une verrerie de mêmes caractéristiques (tolérance, graduation ...).

Le volume équivalent théorique se trouve autour de 11,8 mL.

Matériel élèves	prof
<ul style="list-style-type: none">- 1 burette graduée 25 mL- 1 agitateur magnétique- 1 barreau aimanté- 1 bécher poubelle- 1 pissette d'eau distillée- 1 flacon de 120 mL de permanganate de potassium de concentration $C_2 = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$- 1 flacon de 60 mL de solution d'ions Fe^{2+} étiqueté « solution S »- 1 pipette jaugée de 10 mL- 1 poire aspirante ou propipette- 2 béchers de 100 mL- 1 erlenmeyer de 50 mL ou 75 mL- 1 ordinateur (calcul de l'écart type)- 1 calculatrice	<p><u>Fabrication de la solution S :</u> Peser $m = 1,644 \text{ g}$ de sulfate de fer heptahydraté $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ et l'introduire dans une fiole jaugée de 500 mL. Compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée. Acidifier la solution avec de l'acide sulfurique concentré.</p>

Résultats avec incertitudes type B.

- $V_{\text{eq}} = 11,9 \text{ mL}$;

$$- u(V_{\text{eq lect}}) = \frac{1}{\sqrt{12}} \times 1 \text{ grad} = \frac{1}{\sqrt{12}} \times 0,1 = 2,88675 \times 10^{-2} \text{ mL}$$

$$- u(V_{\text{eq tol}}) = \frac{1}{\sqrt{6}} \times t = \frac{1}{\sqrt{6}} \times 0,05 = 2,04124 \times 10^{-2} \text{ mL}$$

$$- u(V_{\text{eq}}) = \sqrt{2 \times u(V_{\text{eq lect}})^2 + u(V_{\text{eq tol}})^2} = \sqrt{(2 \times (0,02886 \times 10^{-2})^2 + (2,04124 \times 10^{-2})^2)} = 0,0456435 \text{ mL} = 0,1 \text{ mL}$$

$$V_{\text{eq}} = (11,9 \pm 0,1) \text{ mL}$$

- $n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \times C_2 \times V_{\text{eq}} = 1,19 \times 10^{-4} \text{ mol}$ (3 ch significatifs)

$$u(n(\text{Fe}^{2+})) = 5 \times 2,00 \times 10^{-3} \times 0,1 \times 10^{-3} = 0,01 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = (1,19 \pm 0,01) \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- $m = n(\text{Fe}^{2+}) \times M(\text{Fe}) = 1,19 \times 10^{-4} \times 55,8 = 6,6402 \times 10^{-3}$ qui doit être arrondi à 3 ch significatifs soit $6,64 \times 10^{-3} \text{ g}$

- $u(m) = 0,01 \times 10^{-4} \times 55,8 = 5,58 \times 10^{-5} \text{ g}$ soit $0,0558 \times 10^{-3} \text{ g}$ qui doit être arrondi à 2 décimales par valeur supérieure d'où $0,06 \times 10^{-3} \text{ g}$.

$$m = (6,64 \pm 0,06) \times 10^{-3} \text{ g}$$

Cette masse est contenue dans le volume dosé de 10 mL ; il faut donc multiplier par 5 pour l'avoir dans les 50 mL, volume dans lequel a été dissout le contenu de la gélule.

Avec l'incertitude -type u : $m = (33,2 \pm 0,3) \times 10^{-3} \text{ g}$ ou $m = (33,2 \pm 0,3) \text{ mg}$ ce qui inclut bien les 33 mg annoncés sur l'étiquette.

Facultatif : incertitude-type élargie

- $U(V_{eq}) = k \times u = 2 \times 0,1 = 0,2 \text{ mL}$ pour un niveau de confiance de 95 % donc

$$n(\text{Fe}^{2+}) = (1,19 \pm 0,02) \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- $m' = n(\text{Fe}^{2+}) \times M(\text{Fe}) = 1,19 \times 10^{-4} \times 55,8 = 6,6402 \times 10^{-3} \text{ g}$ qui doit être arrondi à 3 ch significatifs soit $6,64 \times 10^{-3} \text{ g}$
- $U(m) = 0,02 \times 10^{-4} \times 55,8 = 1,116 \times 10^{-4} \text{ g}$ soit $0,1116 \times 10^{-3} \text{ g}$ qui doit être arrondi à 2 décimales par valeur supérieure d'où $0,12 \times 10^{-3} \text{ g}$.

$$m' = (6,64 \pm 0,12) \times 10^{-3} \text{ g}$$

Cette masse est contenue dans le volume dosé de 10 mL ; il faut donc multiplier par 5 pour l'avoir dans les 50 mL, volume dans lequel a été dissout le contenu de la gélule.

Avec l'incertitude élargie U : $m' = (33,2 \pm 0,6) \times 10^{-3} \text{ g}$ ou $m' = (33,2 \pm 0,6) \text{ mg}$ ce qui inclut bien les 33 mg annoncés sur l'étiquette.

Résultats avec incertitudes type A.

Relevé de V_{eq} des 8 binômes :

n	1	2	3	4	5	6	7	8
V_{eq} mesuré (mL)	11,9	12,0	11,8	11,7	12,1	12,2	11,9	12,3

$\bar{V}_{eq} = 11,9875$ soit 12,0 mL (1 décimale)

$S_x = 0,2031$ (écart type expérimental)

$u(V_{eq}) = 0,2031/\sqrt{8} = 0,0718 \text{ mL} = 0,08 \text{ mL} = 0,1 \text{ mL}$

$V_{eq} = (12,0 \pm 0,1) \text{ mL}$

- $n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \times C_2 \times V_{eq} = 1,20 \times 10^{-4} \text{ mol}$ (3 ch significatifs)

$u(n(\text{Fe}^{2+})) = 5 \times 2,00 \times 10^{-3} \times 0,1 \times 10^{-3} = 0,01 \times 10^{-4} \text{ mol}$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = (1,20 \pm 0,01) \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- $m = n(\text{Fe}^{2+}) \times M(\text{Fe}) = 1,20 \times 10^{-4} \times 55,8 = 6,696 \times 10^{-3} \text{ g}$ qui doit être arrondi à 3 ch significatifs soit $6,70 \times 10^{-3} \text{ g}$

- $u(m) = 0,01 \times 10^{-4} \times 55,8 = 5,58 \times 10^{-5} \text{ g}$ soit $0,0558 \times 10^{-3} \text{ g}$ qui doit être arrondi à 2 décimales par valeur supérieure d'où $0,06 \times 10^{-3} \text{ g}$.

$$m = (6,70 \pm 0,06) \times 10^{-3} \text{ g}$$

Cette masse est contenue dans le volume dosé de 10 mL ; il faut donc multiplier par 5 pour l'avoir dans les 50 mL, volume dans lequel a été dissout le contenu de la gélule.

Avec l'incertitude -type u : $m = (33,5 \pm 0,3) \times 10^{-3} \text{ g}$ ou $m = (33,5 \pm 0,3) \text{ mg}$ ce qui n'inclut pas les 33 mg annoncés sur l'étiquette.

Facultatif : incertitude-type élargie

- $U(V_{eq}) = k \times u(V_{eq}) = 2,37 \times 0,1 = 0,237 \text{ mL} = 0,3 \text{ mL}$ pour un niveau de confiance de 95 % (voir valeur de k dans le tableau) donc :

$$n(\text{Fe}^{2+}) = (1,20 \pm 0,03) \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- $m = n(\text{Fe}^{2+}) \times M(\text{Fe}) = 1,20 \times 10^{-4} \times 55,8 = 6,696 \times 10^{-3} \text{ g}$ qui doit être arrondi à 3 ch significatifs soit $6,70 \times 10^{-3} \text{ g}$

- $U(m) = 0,03 \times 10^{-4} \times 55,8 = 1,674 \times 10^{-4} \text{ g}$ soit $0,1674 \times 10^{-3} \text{ g}$ qui doit être arrondi à 2 décimales par valeur supérieure d'où $0,17 \times 10^{-3} \text{ g}$.

$$m = (6,64 \pm 0,17) \times 10^{-3} \text{ g}$$

Cette masse est contenue dans le volume dosé de 10 mL ; il faut donc multiplier par 5 pour l'avoir dans les 50 mL, volume dans lequel a été dissout le contenu de la gélule.

Avec l'incertitude élargie : $m' = (33,2 \pm 0,9) \times 10^{-3} \text{ g}$ ou $m' = (33,2 \pm 0,9) \text{ mg}$ ce qui inclut bien les 33 mg annoncé sur l'étiquette.

Document 1 :

Incertitude de type B : évaluation probabiliste

Au cours d'un titrage, l'utilisation d'une burette est entachée d'erreurs (on néglige ici l'erreur due à la dilatation des liquides causées par la chaleur). La burette utilisée dans ce titrage est la suivante :

- **Erreur due à la lecture des graduations**

$$u(V_{\text{eq lect}}) = \frac{1}{\sqrt{12}} \times 1 \text{ grad}$$

avec grad : plus petit écart de volume
lisible sur la burette

- **Erreur due à la précision de la burette**

$$u(V_{\text{eq tol}}) = \frac{1}{\sqrt{6}} \times t$$

avec t : tolérance de la burette

- **Incertitude-type sur le volume à l'équivalence**

$$u(V_{\text{eq}}) = \sqrt{2 \times u(V_{\text{eq lect}})^2 + u((V_{\text{eq tol}})^2)}$$

Remarque : le 2 présent sous la racine carrée signifie qu'il y a une double incertitude de lecture en lisant le 0 et le volume versé

- **Expression d'un résultat**

$$* V_{\text{eq}} = V_{\text{eq mesuré}} \pm u(V_{\text{eq}}) \text{ soit } V_{\text{eq mesuré}} - u(V_{\text{eq}}) < V_{\text{eq}} < V_{\text{eq mesuré}} + u(V_{\text{eq}})$$

* Le dernier chiffre significatif de l'incertitude-type doit être à la même position décimale que le dernier chiffre significatif de la valeur mesurée.

* L'incertitude-type sera arrondie à la valeur supérieure avec, au plus, 2 chiffres significatifs.

- **Facultatif : Incertitude-type élargie U**

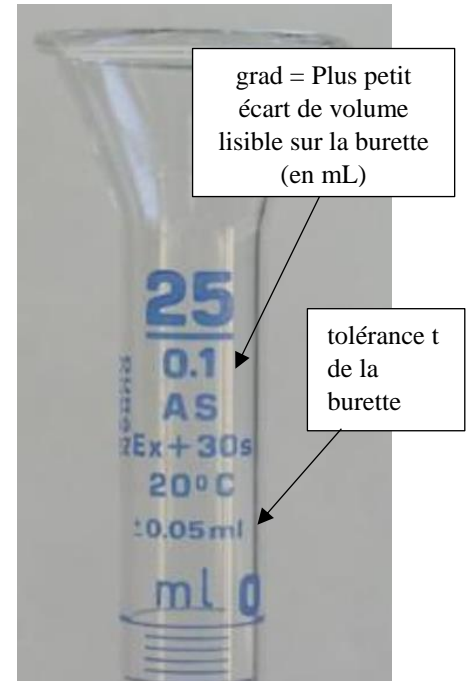
- L'incertitude-type élargie U est obtenue en multipliant l'incertitude-type u par un facteur d'élargissement k ; ceci permet d'obtenir un intervalle d'incertitude correspondant au niveau de confiance choisi : **U = k x u.**

- La valeur vraie (X_{vrai}) d'une grandeur est la valeur que l'on obtiendrait si le mesurage était parfait. Un mesurage n'étant jamais parfait, cette valeur est toujours inconnue, mais on peut parler de valeur conventionnellement vraie.

Si $k = 1$, la valeur vraie a 68% de chances d'être dans l'intervalle $[V_{\text{eq mesuré}} - U(V_{\text{eq}}) ; V_{\text{eq mesuré}} + U(V_{\text{eq}})]$

Si $k = 2$, la valeur vraie a 95% de chances d'être dans l'intervalle $[V_{\text{eq mesuré}} - U(V_{\text{eq}}) ; V_{\text{eq mesuré}} + U(V_{\text{eq}})]$

Si $k = 3$, la valeur vraie a 99% de chances d'être dans l'intervalle $[V_{\text{eq mesuré}} - U(V_{\text{eq}}) ; V_{\text{eq mesuré}} + U(V_{\text{eq}})]$



Document 2

Incertitude de type A : évaluation statistique

Lorsqu' une grandeur X est obtenue par une série de n mesures indépendantes alors la meilleure valeur estimée de X est sa valeur moyenne \bar{x} .

Son incertitude-type u est un paramètre qui évalue la dispersion des valeurs autour de la moyenne.

Elle est liée à l'écart-type expérimental S_x et se calcule par la relation $u = \frac{S_x}{\sqrt{n}}$

La valeur de S_x peut se calculer de trois façons :



* Manuellement : $S_x = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n-1}}$ avec x_i la mesure de la grandeur étudiée ;

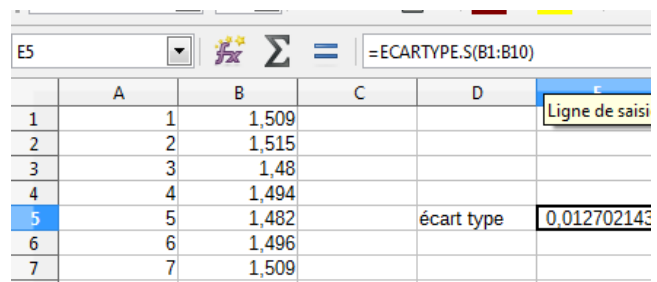
\bar{x} la moyenne expérimentale des mesures de la grandeur ;
 n le nombre de mesures.

* A l'aide d'une calculatrice type CASIO GRAPH 35 +

- Sélectionner MENU puis STAT.
- Remplir la colonne LIST 1 avec vos valeurs de V_{eq} . Pour cela rentrer la première valeur et appuyer sur EXE puis rentrer alors la deuxième valeur jusqu'à la $n^{ième}$ valeur.
- Remplir la colonne LIST 2 avec le chiffre 1 en face de chaque valeur rentrée. Cela donne la fréquence de la mesure effectuée soit une fois.
- Appuyer alors sur F2 (CALC) puis F1 (1 VAR).

* A l'aide d'un tableur grapheur type « Libre Office calc »

- Dans la colonne A, rentrer le numéro n correspondant au numéro de la mesure.
- Dans la colonne B, rentrer les valeurs des mesures x correspondantes.
- En D5, écrire « écart type » puis se placer en E5.
- Sélectionner  au dessus de la colonne B
- Aller ensuite dans  et choisir « ECARTYPE.S » puis double cliquer.
- A l'aide de la souris sélectionner toutes les valeurs de la colonne B.
- Cliquer sur OK ; on lit alors la valeur de l'écart type expérimental S_x .
-



	A	B	C	D	E
1	1	1,509			Ligne de sais
2	2	1,515			
3	3	1,48			
4	4	1,494			
5	5	1,482		écart type	0,012702143
6	6	1,496			
7	7	1,509			

• Expression d'un résultat

* $V_{eq} = \bar{V}_{eq \text{ exp}} \pm u(V_{eq})$ soit $\bar{V}_{eq \text{ exp}} - u(V_{eq}) < V_{eq} < \bar{V}_{eq \text{ exp}} + u(V_{eq})$

* Le dernier chiffre significatif de l'incertitude-type doit être à la même position décimale que le dernier chiffre significatif de la valeur mesurée.

* L'incertitude-type sera arrondie à la valeur supérieure avec, au plus, 2 chiffres significatifs.

- **Facultatif : Incertitude-type élargie U**

L'incertitude-type élargie U est obtenue en multipliant l'incertitude-type u par un facteur d'élargissement k appelé aussi coefficient de Student et tel que $U = k \times u$; k dépend du nombre de mesurages et de l'intervalle de confiance dans lequel se situe la valeur vraie.

n	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$k_{95\%}$	12,7	4,30	3,18	2,78	2,57	2,45	2,37	2,31	2,26
$k_{99\%}$	63,7	9,93	5,84	4,60	4,03	3,71	3,50	3,36	3,25

La valeur de k peut se lire dans des tables :

La valeur vraie (X_{vrai}) d'une grandeur est la valeur que l'on obtiendrait si le mesurage était parfait. Un mesurage n'étant jamais parfait, cette valeur est toujours inconnue, mais on peut parler de valeur conventionnellement vraie.

Suivant l'intervalle de confiance choisi, la valeur vraie se trouvera dans l'intervalle $[\bar{V}_{\text{eq}} - U(V_{\text{eq}}) ; \bar{V}_{\text{eq}} + U(V_{\text{eq}})]$

Document 3 :

L'équivalence d'un titrage correspond au moment où les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction. Ils sont tous deux intégralement consommés. On assiste au changement de réactif limitant.

Avant l'équivalence, le réactif limitant est le réactif ajouté (réactif titrant), après l'équivalence le réactif limitant est le réactif initialement présent dans l'erenmeyer (réactif titré).

Lors d'un titrage colorimétrique, la réaction doit être rapide et totale. L'équivalence est détectée par un changement de teinte net et facilement détectable du mélange réactionnel.

Document 4 :

Titration rapide : Si l'on a aucune idée de la valeur du volume à verser pour atteindre l'équivalence, il faut estimer grossièrement sa valeur. Pour cela il faut verser mL par mL le réactif titrant jusqu'à observer changement persistant de la coloration de la solution.

Titration précise : Verser rapidement (en agitant) le réactif titrant jusqu'à un volume inférieur de 2 mL au volume équivalent déterminé lors du titrage rapide. Ensuite ajouter goutte à goutte le réactif titrant jusqu'à la détection du changement de couleur. Celle-ci doit se faire à la goutte près.